|  |
| --- |
| ***Descubrimiento del electrón*** |

|  |  |
| --- | --- |
|  | La primera evidencia de la existencia de *partículas subatómicas* y por tanto de que los átomos no eran indivisibles como postulaba la teoría atómica de Dalton, se obtuvo de los estudios de la conductividad eléctrica de gases a bajas presiones. Los gases son aislantes para voltajes bajos, sin embargo, frente a voltajes elevados se vuelven conductores. Cuando en un tubo de vidrio que contiene un gas se hace parcialmente el vacío y se aplica un voltaje de varios miles de voltios, fluye una corriente eléctrica a través de él. Asociado a este flujo eléctrico, el gas encerrado en el tubo emite unos rayos de luz de colores, denominados **rayos catódicos**.  Estos rayos:   * Están formados por partículas negativas que se propagan en línea recta hacia el polo positivo o ánodo. * Tienen masa apreciable 🡺 Son partículas negativas.   Se comprobó que estas partículas eran siempre idénticas, independientemente del gas contenido en el tubo y del material del que estuviera hecho el cátodo. Por ello se concretó que debían ser componentes básicos de cualquier átomo. Se les llamó ***electrones*** |
|  |  |
| tubo_cat | |

El descubrimiento del electrón hizo pensar en la posible existencia de otra partícula positiva. Más tarde fue descubierta y se le denominó ***protón.***

***Importancia del descubrimiento del electrón:***

Permite explicar fenómenos eléctricos.

Explicar propiedades químicas de los elementos

Demuestra la divisibilidad del átomo y da pie al estudio de los diferentes modelos atómicos.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| ***Modelo atómico de Thomson*** | | | | |
| mod_thom2 | | | La identificación por J.J. Thomson de unas partículas subatómicas cargadas negativamente, los **electrones**, a través del estudio de los *rayos catódicos*, y su posterior caracterización, le llevaron a proponer un modelo de átomo que explicara dichos resultados experimentales. Se trata del modelo conocido informalmente como el *pudín de ciruelas*, según el cual los electrones eran como 'ciruelas' negativas incrustadas en un 'pudín' de materia positiva. | |
| ***Descubrimiento del núcleo atómico*** | | |
| ( | | **(Experiencia de Rutherford)**  Los experimentos llevados a cabo en 1911 bajo la dirección de **Ernest Rutherford** modificaron las ideas existentes sobre la naturaleza del átomo. Rutherford y sus colaboradores **bombardearon una fina lámina de oro** con *partículas alfa* (núcleos de helio) procedentes de un elemento radiactivo. Observaban, mediante una pantalla fluorescente, en qué medida eran dispersadas las partículas. La mayoría de ellas atravesaba la lámina metálica sin cambiar de dirección; sin embargo, unas pocas eran reflejadas hacia atrás con ángulos pequeños. Éste era un resultado completamente inesperado, incompatible con el modelo de átomo macizo existente. Mediante un análisis matemático de las fuerzas involucradas, Rutherford demostró que la dispersión era causada por un pequeño **núcleo cargado positivamente**, situado en el centro del átomo de oro. De esta forma dedujo que la mayor parte del átomo es espacio vacío, lo que explicaba por qué la mayoría de las partículas que bombardeaban la lámina de oro, pasaran a través de ella sin desviarse. | | | |

|  |  |
| --- | --- |
| rutherf_exp1 | exp_rutherf2 |

|  |  |
| --- | --- |
| ***Modelo atómico de Rutherford*** | |
| atomo4 | Rutherford, basándose en los resultados obtenidos en sus experimentos de bombardeo de láminas delgadas de metales, estableció el llamado **modelo atómico de Rutherford** o modelo atómico nuclear. El átomo está formado por dos partes: núcleo y corteza. El **núcleo** es la parte central, de tamaño muy pequeño, donde se encuentra toda la carga positiva y, prácticamente, toda la masa del átomo. Esta carga positiva del núcleo, en la experiencia de la lámina de oro, es la responsable de la desviación de las partículas alfa (también con carga positiva). La **corteza** es casi un espacio vacío, inmenso en relación con las dimensiones del núcleo. Eso explica que la mayor parte de las partículas alfa atraviesan la lámina de oro sin desviarse. Aquí se encuentran los electrones con masa muy pequeña y carga negativa. Como en un diminuto sistema solar, los electrones giran alrededor del núcleo, igual que los planetas alrededor del Sol. Los electrones están ligados al núcleo por la atracción eléctrica entre cargas de signo contrario. |

***Partículas subatómicas***

El modelo de Rutherford hizo pensar en la existencia de unas partículas neutras situadas en el núcleo. Fueron descubiertas posteriormente.

Las partículas constituyentes de los átomos son principalmente:

**Electrones**: Carga negativa, situados en la corteza y masa inferior a los protones y neutrones (casi 2000 veces menor).

**Protones**: Carga positiva, situados en el núcleo y carga similar a la de los neutrones.

**Neutrones**: No tienen carga eléctrica, situados en el núcleo y masa similar a la delos protones.

***Números identificativos de los átomos***

Número atómico🡺Z. Indica el número de protones que hay en el núcleo de un átomo. Todos los átomos de un mismo elemento tienen el mismo Z, es por tanto un número que identifica a los elementos. Coincide con el número de electrones si el átomo es neutro.

Número másico🡺 A. Indica el número de protones y neutrones del núcleo de un átomo. A= Z + N.

Dentro de un mismo elemento puede haber átomos que tienen diferente A debido a un número de neutrones diferentes. Estos átomos son isótopos. Los isótopos tienen las mismas propiedades químicas ( pertenecen al mismo elemento) y presentan algunas propiedades físicas diferentes como su comportamiento radiactivo.

***Masa atómica de los elementos.***

Se ha establecido como unidad de masa atómica de los átomos la u ( uma= unidad de masa atómica), corresponde a la doceava parte del átomo de carbono 12. 1 u = 1/ 12 átomo 12C.

Teniendo en cuenta que los elementos están formados por una mezcla de isótopos, la masa atómica de un elemento corresponde a la media ponderada de la masa de sus isótopos.

Masa atómica (elemento)=

|  |
| --- |
| ***Espectros atómicos*** |

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | En el siglo XVII, Isaac Newton demostró que la luz blanca visible procedente del sol puede descomponerse en sus diferentes colores mediante un prisma. El **espectro** que se obtiene es continuo; contiene todas las longitudes de onda desde el rojo al violeta, es decir, entre unos 400 y 700 nm (1 nm -nanómetro- = 10-9 m). En cambio la luz emitida por un gas incandescente no es blanca sino coloreada y el espectro que se obtiene al hacerla pasar a través de un prisma es bastante diferente. Es un **espectro discontinuo** que consta de líneas o rayas emitidas a longitudes de onda específicas. Cada elemento (es decir cada tipo de átomos) posee un espectro característico que puede utilizarse para identificarlo. Por ejemplo, en el del sodio, hay dos líneas intensas en la región amarilla a 589 nm y 589,6 nm. Uno de los espectros atómicos más sencillos, y que más importancia tuvo desde un punto de vista teórico, es el del hidrógeno. Cuando los átomos de gas hidrógeno absorben energía por medio de una descarga de alto voltaje, emiten radiaciones que dan lugar a 5 líneas en la región visible del espectro: | | |
| espectros | |
|  | El modelo atómico de Rutherford no podía explicar estas emisiones discretas de radiación por los átomos. Además presentaba el inconveniente de ser inestable: Según la física clásica una carga en movimiento emite continuamente energía por lo que los electrones radiarían energía continuamente hasta "caer" en el núcleo, con lo que el átomo se destruiría. |

|  |
| --- |
| ***Modelo atómico de Bohr***  http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/5/55/Bohr-atom-PAR.svg/250px-Bohr-atom-PAR.svg.png    En 1913 Bohr publicó una explicación teórica para el espectro atómico del hidrógeno.  Bohr supuso que el átomo solo puede tener ciertos niveles de energía dfinidos.  Bohr establece así, que los electrones solo pueden girar en ciertas órbitas de radios determinados. Estas órbitas son estacionarias, en ellas el electrón no emite energía: la energía cinética del electrón equilibra exactamente la atracción electrostática entre las cargas opuestas de núcleo y electrón.  El electrón solo puede tomar así los valores de energía correspondientes a esas órbitas. Los saltos de los electrones desde niveles de mayor energía a otros de menor energía o viceversa suponen, respectivamente, una emisión o una absorción de energía electromagnética (fotones de luz).  **Correcciones al átomo de Bohr.**  Sommerfeld ---Subniveles de energía---  Sommerfeld dijo que las órbitas podían ser elípticas, esto explicaba el desdoblamiento de las rayas espectrales observadas al realizar los espectros con espectroscopios de mayor resolución. Se determinó que las rayas de los anteriores espectros estaban formadas por varias rayas muy próximas.  Los niveles definidos por Bohr serían varios posibles muy próximos.  El subnivel viene diferenciado por el 2º número cuántico l (azimutal o secundario) . l= 0, 1, 2,...(n-1) según la excentricidad de la elipse. Para l= 0 subnivel s (2 e, s2), l=1 subnivel p (6 e, p6, l= 2 subnivel d (d10)  **Distribución de los electrones dentro del átomo**  Se deben tener en cuenta que los electrones ocupan los niveles de energía menor posible.  La regla de Möeller (conocida de cursos anteriores) tiene en cuenta esta observación y permite realizar de forma rápida la distribución de los electrones en un átomo determinado  **Modelo actual del átomo:**  El electrón se considera una especie de nube de carga negativa dispersa alrededor del núcleo que se conoce con el nombre de órbital.Tiene diferentes formas según los subniveles de energía a los que corresponde |